

# La stœchiométrie et des conversions diverses

PowerPoint 7.2

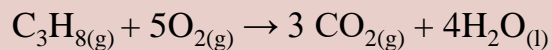
## La stœchiométrie et les conversions

Pour effectuer des réactions chimiques il faut savoir quel volume ou quelle masse il faut ajouter de chaque réactif – avec cette information, on peut aussi prédire la quantité de chaque produit qu'on obtiendra.

Tous ces renseignements peuvent être déterminés grâce au rapport molaire entre les réactifs et les produits dans l'équation chimique équilibrée de la réaction – la stœchiométrie.

Comme vous le voyez à la prochaine diapositive, ces conversions passent à travers **le rapport molaire** de l'équation chimique.

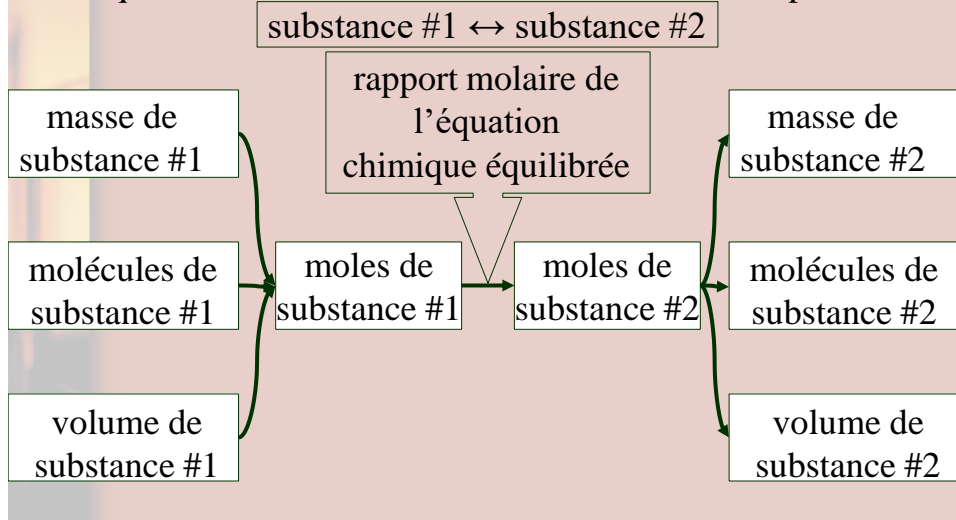
Ex. – dans la réaction suivante,



il y a 1 mole de  $\text{C}_3\text{H}_{8(g)}$  pour chaque 5 moles de  $\text{O}_{2(g)}$

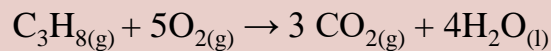
## La stœchiométrie et les conversions

Substance #1 et substances #2 pourraient être des substances chimiques dans une réaction, soit des réactifs ou des produits



## Question pratique

**Question** – Dans l'équation chimique suivante,



quelle masse de  $\text{C}_3\text{H}_8$  est nécessaire pour produire 100,0 g de  $\text{H}_2\text{O}$ ?

**Réponse** – masse molaire de  $\text{H}_2\text{O} = 18,0 \text{ g/mol}$

masse molaire de  $\text{C}_3\text{H}_8 = 44,0 \text{ g/mol}$

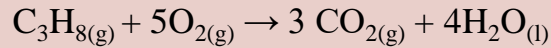
On peut faire les conversions suivantes,

masse  $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{mol H}_2\text{O} \rightarrow \text{mol C}_3\text{H}_8 \rightarrow \text{masse C}_3\text{H}_8$

$$\begin{aligned} g \text{ C}_3\text{H}_8 &= (100,0 \text{ g H}_2\text{O}) \left( \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,0 \text{ g}} \right) \left( \frac{1 \text{ mol C}_3\text{H}_8}{4 \text{ mol H}_2\text{O}} \right) \left( \frac{44,0 \text{ g}}{1 \text{ mol C}_3\text{H}_8} \right) \\ &= \boxed{61,1 \text{ g C}_3\text{H}_8} \end{aligned}$$

## Question pratique

**Question** – Dans l'équation chimique suivante,



Si un échantillon de  $\text{C}_3\text{H}_{8(g)}$  est brûlé dans la présence d' $\text{O}_{2(g)}$ , quelle masse de  $\text{H}_2\text{O}_{(l)}$  est produit si 50,0 L de  $\text{CO}_{2(g)}$  est aussi produit à TPN?

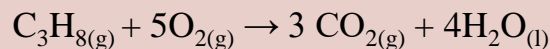
**Réponse** – On peut faire les conversions suivantes,

Volume  $\text{CO}_2 \rightarrow$  mol  $\text{CO}_2 \rightarrow$  mol  $\text{H}_2\text{O} \rightarrow$  masse  $\text{H}_2\text{O}$

$$\begin{aligned} g \text{H}_2\text{O} &= (50,0 \text{ L } \text{CO}_2) \left( \frac{1 \text{ mol } \text{CO}_2}{22,4 \text{ L } \text{CO}_2} \right) \left( \frac{4 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}}{3 \text{ mol } \text{CO}_2} \right) \left( \frac{18,0 \text{ g}}{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}} \right) \\ &= \boxed{53,6 \text{ g } \text{H}_2\text{O}} \end{aligned}$$

## Question pratique

**Question** – Dans l'équation chimique suivante,



Disons qu'on extrait  $1,25 \times 10^{-6} \text{ g}$  de  $\text{C}_3\text{H}_{8(g)}$  d'une roche poreuse. Combien de molécules de  $\text{CO}_2$  sont produites si le gaz qu'on a extrait est brûlé dans la présence d'oxygène gazeux?

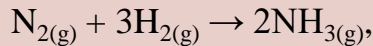
**Réponse** – On peut faire les conversions suivantes,

masse  $\text{C}_3\text{H}_{8(g)} \rightarrow$  mol  $\text{C}_3\text{H}_{8(g)} \rightarrow$  mol  $\text{CO}_2 \rightarrow$  molécules  $\text{CO}_2$

$$\begin{aligned} \text{molécules } \text{CO}_2 &= (1,25 \times 10^{-6} \text{ g } \text{C}_3\text{H}_8) \left( \frac{44,0 \text{ g } \text{C}_3\text{H}_8}{1 \text{ mol } \text{C}_3\text{H}_8} \right) \\ &\quad \left( \frac{3 \text{ mol } \text{CO}_2}{1 \text{ mol } \text{C}_3\text{H}_8} \right) \left( \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ molécules}}{1 \text{ mol } \text{C}_3\text{H}_8} \right) = \boxed{9,93 \times 10^{19} \text{ molécules}} \end{aligned}$$

## Question pratique

**Question** – Dans l'équation chimique suivante,



quelle masse de  $\text{NH}_3$  est formée de la réaction de 25,0 g de  $\text{H}_2$ ?

**Réponse** – masse molaire de  $\text{H}_2 = 2,0 \text{ g/mol}$

masse molaire de  $\text{NH}_3 = 17,0 \text{ g/mol}$

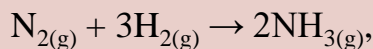
On peut faire les conversions suivantes,

masse  $\text{H}_2 \rightarrow \text{mol H}_2 \rightarrow \text{mol NH}_3 \rightarrow \text{masse NH}_3$

$$\begin{aligned} g \text{ NH}_3 &= (25,0 \text{ g H}_2) \left( \frac{1 \text{ mol H}_2}{2,0 \text{ g}} \right) \left( \frac{2 \text{ mol NH}_3}{3 \text{ mol H}_2} \right) \left( \frac{17,0 \text{ g}}{1 \text{ mol NH}_3} \right) \\ &= \boxed{142 \text{ g NH}_3} \end{aligned}$$

## Question pratique

**Question** – Dans l'équation chimique suivante,



Quel volume de  $\text{N}_2$  à TPN est nécessaire pour réagir complètement avec 30,0 g de  $\text{H}_2$ ?

**Réponse** – masse molaire de  $\text{H}_2 = 2,0 \text{ g/mol}$

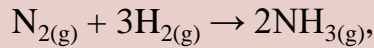
On peut faire les conversions suivantes,

Masse  $\text{H}_2 \rightarrow \text{mol H}_2 \rightarrow \text{mol N}_2 \rightarrow \text{volume N}_2$

$$\begin{aligned} V \text{ N}_2 &= (30,0 \text{ g H}_2) \left( \frac{1 \text{ mol H}_2}{2,0 \text{ g H}_2} \right) \left( \frac{1 \text{ mol N}_2}{3 \text{ mol H}_2} \right) \left( \frac{22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol N}_2} \right) \\ &= \boxed{112 \text{ L N}_2} \end{aligned}$$

## Question pratique

**Question** – Dans l'équation chimique suivante,



Combien de molécules de  $\text{NH}_3$  sont produites de la réaction de 15,0 g de  $\text{N}_2$ ?

**Réponse** – masse molaire de  $\text{N}_2 = 28,0 \text{ g/mol}$

On peut faire les conversions suivantes,

masse  $\text{N}_2 \rightarrow \text{mol N}_2 \rightarrow \text{mol NH}_3 \rightarrow \text{molécules NH}_3$

$$\begin{aligned} \text{molécules NH}_3 &= (15,0 \text{ g N}_2) \left( \frac{1 \text{ mol N}_2}{28,0 \text{ g N}_2} \right) \left( \frac{2 \text{ mol NH}_3}{1 \text{ mol N}_2} \right) \left( \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ molécules}}{1 \text{ mol NH}_3} \right) \\ &= \boxed{6,45 \times 10^{23} \text{ g H}_2\text{O}} \end{aligned}$$

## Récapitulons!

La masse, le volume, et le nombre de molécules des réactifs et des produits d'une réaction chimique peuvent être déterminés grâce au rapport molaire entre les réactifs et les produits dans l'équation chimique équilibrée de la réaction – la stœchiométrie.

